Периодический закон

Основные свойства атомов элементов

1. Радиус атома – расстояние от центра ядра до внешнего энергетического уровня. Радиус атома является основной (ключевой) характеристикой для обсуждения закономерностей изменения свойств элементов.

Нетрудно понять, что при увеличении заряда ядра сила кулоновского взаимодействия растет – и электроны сильнее притягиваются к ядру. Поэтому в периоде (горизонтальном ряду элементов) радиус атома уменьшается.

Аналогичную закономерность можно проследить для изоэлектронных частиц, т.е. частиц с одинаковым количеством электронов (читайте: одинаковой электронной конфигурацией). Таким образом, в ряду O^{2-}, F^{-}, Ne, Na^{+}, Mg^{2+} - радиус частицы уменьшается, хотя их конфигурация одинакова $1s^2$ $2s^22p^6$. Своеобразным следствием является умозаключение о том, что размер аниона всегда больше, чем размер катиона той же электронной конфигурации.

Напротив, при переходе от одного периода к другому увеличивается количество энергетических уровней, сильно возрастает экранирование внешних электронов (те электроны, которые ближе к ядру, отталкивают внешние электроны посредством кулоновских сил), тогда как изменение заряда ядра оказывается не очень большим. Поэтому в группе с увеличением числа энергетических уровней радиус атома растет.

Для неметаллов говорят о ковалентном радиусе, для металлов – о металлическом радиусе, для ионов – об ионном радиусе.

На этом на сегодня все, спасибо за внимание.

Литература

1. С.Г. Барам, М.А. Ильин. Химия в Летней школе. Учеб. пособие / Новосиб. гос. ун-т, Новосибирск, 2012. 48 с.

2. А.В. Мануйлов, В.И. Родионов. Основы химии для детей и взрослых. – М.: ЗАО Издательство Центрполиграф, 2014. – 416 с. – см. с. 29-85. http://www.hemi.nsu.ru/

На прошлой лекции мы остановились на такой характеристике, как радиус атома. Теперь несколько слов о других свойствах.

2. **Потенциал ионизации** – это энергия, которую нужно истратить на отрыв от атома 1 электрона. По принципу наименьшей энергии в первую очередь отрывается последний по заполнению электрон (для *s* и *p*-элементов) и электрон внешнего энергетического уровня (для *d* и *f*-элементов)

В периоде по мере роста заряда ядра потенциал ионизации растет – в начале периода находится щелочной металл с низким потенциалом ионизации, в конце периода – инертный газ. В группе потенциалы ионизации ослабевают.

Энергия ионизации, эВ

В атомах элементов второго периода

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
5,4	9,3	8,3	11,3	14,5	13,6	17,4	21,6

В атомах элементов первой подгруппы

H	Li	Na	K	Rb	Cs
13,6	5,4	5,1	4,3	4,2	3,9

Таблица 2.4

Потенциалы возбуждения и ионизации инертных газов

Газ	Потенциалы возбуждения и длины волн резонансных линий		Потенциалы ионизации, *эв*		
	U, *эв*	λ, Å	U_1	U_2	U_3
He	20,86	592	24,46	54,4	—
	21,20	584			
Ne	16,62	743	21,47	41,0	63,2
	16,79	736			
Ar	11,56	1067	15,68	27,6	40,7
	11,77	1048			
Kr	9,98	1236	13,93	26,5	—
	10,59	1165			
Xe	8,39	1469	12,08	21,2	—
	9,52	1295			

3. **Сродство к электрону** – энергия, выделяющаяся при присоединении к атому электрона, т.е. при образовании аниона.

4. **Электроотрицательность (ЭО)** – это способность атомов притягивать к себе электронную плотность.

В отличие от потенциала ионизации, за которым стоит конкретная измеряемая физическая величина, ЭО – это некоторая величина, которая может быть только рассчитана, измерить её нельзя. Иными словами, ЭО придумали люди, для того, чтобы с её помощью объяснять те или иные явления.

В зависимости от «автора», существуют различные шкалы электроотрицательности, из которых наибольшее распространение получила шкала Полинга (в честь её создателя – Лайнуса Полинга). Обозначают ЭО буквой χ. Электроотрицательность является своеобразной производной величиной от потенциала ионизации и сродства к электрону: если обе величины «большие», то атом будет сильноэлектроотрицателен и наоборот.

Для наших учебных целей требуется запомнить *качественный* порядок изменения электроотрицательности: F > O > N > Cl > … > H > … > металлы.

ЭО – способность атома смещать к себе электронную плотность, – очевидно, возрастает в периоде (так как увеличивается заряд ядра – сила притяжения электрона и уменьшается радиус атома) и, напротив, ослабевает в группе.

Нетрудно понять, что раз период начинается электроположительным металлом, а заканчивается типичным неметаллом VII группы (инертные газы в расчет не принимаем), то степень изменения ЭО в периоде больше, чем в группе.

5. **Степень окисления** – это условный заряд атома в химическом соединении, вычисленный в приближении, что все электроны полностью смещаются под влиянием разности электроотрицательностей элементов (т.е. связи образованы ионами). Минимальная степень окисления определяется тем, сколько электронов атом способен принять на валентный уровень, максимальная – сколько электронов атом способен отдать с валентного уровня.

Примеры

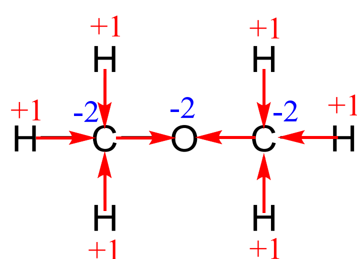
(стрелочки направлены от менее ЭО элемента к более ЭО
и показывают смещение электронной плотности)

Вещество	Расстановка степеней окисления	Комментарий
Вода	$\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$ H(+1) → O(-2) ← H(+1)	Кислород, как более ЭО атом, принимает $2e^-$, а каждый атом водорода, как более электроположительный, передает кислороду 1е-. Следовательно, условный заряд атома кислорода -2, а атома водорода +1. Сумма степеней окисления молекулы равна 0, так как молекула электронейтральна (не имеет заряда).
Пероксид водорода	$\overset{+1}{H_2}\overset{-1}{O_2}$ H(+1) → O(-1) – O(-1) ← H(+1)	В молекуле пероксида водорода степени окисления именно такие, так как водород владеет только одним электроном и одним протоном, поэтому степень окисления выше +1 для него невозможна. А вот у кислорода степень окисления -1 может быть. Естественно, что в два атома кислорода перетянуть друг друга не могут, поэтому и вклада в степень окисления связь О-О не вносит. У простых веществ степень окисления равна 0 (O_2, N_2, H_2, Fe, Se и др.)
Серная кислота	$\overset{+1}{H_2}\overset{x}{S}\overset{-2}{O_4}$ $+1*2 + x - 2*4 = 0$ $x = +6$ H(+1) → O(-2), H(+1) → O(-2), S(+6), O(-2), O(-2)	В молекуле серной кислоты водород – самый электроположительный атом, а кислород – самый электроотрицательный. Поэтому можно ожидать, что ст. ок-ия водорода будет +1, а ст. ок-ия кислорода -2. Ст. ок-ия центрального атома (в данном случае сера) рассчитывают исходя из условия электронейтральности. В большинстве неорганических кислот и солей этот подход дает правильный результат.

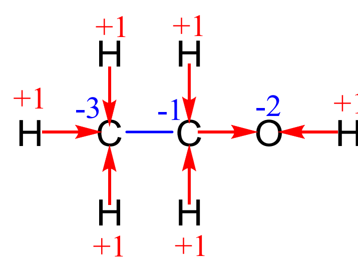
Важно! Следует различать среднюю степень окисления элемента, которая рассчитывается арифметически, как было показано выше, и степень окисления конкретного атома.

На Рис. представлены 2 молекулы состава C_2H_6O. В первой молекуле атом кислорода связывает два фрагмента CH_3, а в другой молекуле атом кислорода образует связь между атомом углерода и водорода, т.е. молекулы отличаются строением (структурной формулой). Вещества с одинаковой молекулярной, но разной структурной формулой, называются *изомерами*.

Примечательно, что средняя степень окисления, рассчитанная как было показано выше, дает значения: H^{+1}, C^{-2}, O^{-2}. Для молекулы диметилового эфира (слева) значения степеней окисления именно таковы, но для молекулы этилового спирта (справа) степень окисления атомов углерода отличается. Таким образом, более корректно определять степень окисления, исходя из структурной формулы вещества.



Диметиловый эфир



Этиловый спирт

ИЗОМЕРЫ